

### Resolución ejercicios PRÁCTICO 3

1- a)

La configuración electrónica del S es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ , por lo tanto podemos decir que presenta 6  $e^-$  en la capa de valencia. Entonces el símbolo de Lewis para dicho átomo es el siguiente



b)

La configuración electrónica del I es  $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^5$ , por lo tanto presenta 7  $e^-$  en la capa de valencia. Entonces el símbolo de Lewis para dicho átomo es el siguiente



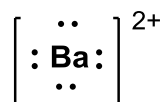
c)

La configuración electrónica del anión  $\text{P}^{3-}$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  (considerando los tres electrones que recibe el P para quedar como tri-anión), por lo tanto podemos decir que presenta 8  $e^-$  en la capa de valencia. Entonces el símbolo de Lewis para dicho anión es el siguiente.



d)

La configuración electrónica del catión  $\text{Ba}^{2+}$  es  $[\text{Xe}]$  (considerando los dos electrones que pierde el Ba para quedar como di-catión), por lo tanto podemos decir que presenta 8  $e^-$  en la capa de valencia. Entonces el símbolo de Lewis para dicho catión es el siguiente

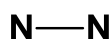


2- La configuración electrónica del N es  $[\text{He}] 2s^2 2p^3$ , presenta 5  $e^-$  de valencia. Cómo debemos representar la estructura del nitrógeno diatómico ( $\text{N}_2$ ), entonces el número total de electrones para distribuir es igual a

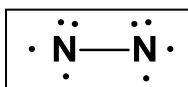
$[2 \times \text{N} (5 e^-)] = 10 e^-$  tenemos que distribuir un total de 10  $e^-$  de valencia.

Comenzaremos formulando las posibles estructuras de Lewis y luego decidiremos cuál de ellas es la correcta.

Primero unimos los átomos mediante un enlace covalente (que contiene 2  $e^-$ ).

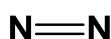


En segundo lugar se distribuyen los 8  $e^-$  restantes (apareando electrones cuando corresponda).



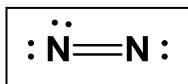
Cómo ninguno de los N completa el octeto, entonces representaremos otra posible estructura.

En esta oportunidad uniremos los dos átomos de N mediante un doble enlace, el mismo contiene 4  $e^-$ .



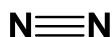
**Curso de Química General, Química I y Química  
Estructuras de Lewis y la forma de las moléculas**

Se distribuyen los 6 e<sup>-</sup> restantes, de forma de completar el octeto



En la estructura planteada, mover un par de electrones solitarios para formar un enlace doble no alcanzó para que ambos N completen el octeto.

Por ello, a continuación plantearemos una tercera estructura, para la cual movemos otro par de electrones solitarios para formar un tercer enlace o enlace triple (que contiene 6 e<sup>-</sup>).



Se distribuyen los 4 e<sup>-</sup> restantes, de forma de completar el octeto.



En la tercera estructura planteada tenemos 6 electrones en el triple enlace y dos pares de electrones solitarios sobre cada N, lo que permite que cada N se encuentre rodeado de 8 electrones cumpliendo la regla del octeto.

Por lo tanto podemos sugerir que el N<sub>2</sub> está formado por dos átomos de N unidos por un enlace triple.

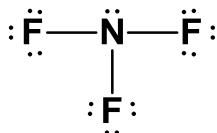
**3- a)**

La configuración electrónica del N es [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>3</sup>, por lo que presenta 5 e<sup>-</sup> de valencia.

La configuración electrónica del F es [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>5</sup>, por lo que presenta 7 e<sup>-</sup> de valencia. Así que para el NF<sub>3</sub> hay 26 e<sup>-</sup> de valencia

$$[3 \times \text{F} (7 \text{ e}^-)] + [1 \times \text{N} (5 \text{ e}^-)] = 26 \text{ e}^-$$

Entonces se formula un enlace sencillo entre el N y cada F, se completan los octetos para los átomos de F y los dos electrones que restan se colocan sobre el N.



La carga formal para cada átomo de la estructura planteada será:

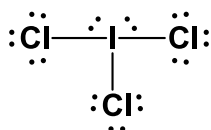
$$\text{CF N} = 5 \text{ e}^- \text{ valencia} - (2 \text{ e}^- \text{ no enlazados} + 3 \text{ un enlace}) = 0$$

$$\text{CF F} = 7 \text{ e}^- \text{ valencia} - (6 \text{ e}^- \text{ no enlazados} + 1 \text{ un enlace}) = 0$$

b) La configuración electrónica del I es [Kr] 5s<sup>2</sup> 4d<sup>10</sup> 5p<sup>5</sup>, por lo tanto podemos decir que presenta 7 e<sup>-</sup> en la capa de valencia. En el caso del Cl la configuración electrónica es [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup>, por lo que tiene 7 electrones de valencia. Cómo debemos formular la estructura del ICl<sub>3</sub>, entonces

$$[3 \times \text{Cl} (7 \text{ e}^-)] + [1 \times \text{I} (7 \text{ e}^-)] = 28 \text{ e}^- \quad \text{tenemos que distribuir un total de } 28 \text{ e}^- \text{ de valencia.}$$

Para empezar se formula un enlace sencillo entre el I y cada Cl, se completan los octetos para los átomos de Cl y los electrones que restan se colocan sobre el I.



Si observamos la estructura propuesta, vemos que los Cl completan el octeto, sin embargo el I al ser un elemento del quinto período puede expandir el octeto y efectivamente eso es lo que se observa (10 e<sup>-</sup>).

**Curso de Química General, Química I y Química  
Estructuras de Lewis y la forma de las moléculas**

Las cargas formales sobre cada uno de los átomos para la estructura planteada serán

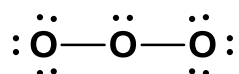
$$CF \text{ I} = 7 e^- \text{ valencia} - (4 e^- \text{ no enlazados} + 3 \text{ un enlace}) = 0$$

$$CF \text{ Cl} = 7 e^- \text{ valencia} - (6 e^- \text{ no enlazados} + 1 \text{ un enlace}) = 0$$

c) La configuración electrónica del O es  $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ , por lo tanto podemos decir que presenta 6  $e^-$  en la capa de valencia. Cómo debemos formular la estructura del  $\text{O}_3$  el número total de electrones es

$$[3 \times \text{O} (6 e^-)] = 18 e^- \quad \text{tenemos que distribuir un total de } 18 e^- \text{ de valencia.}$$

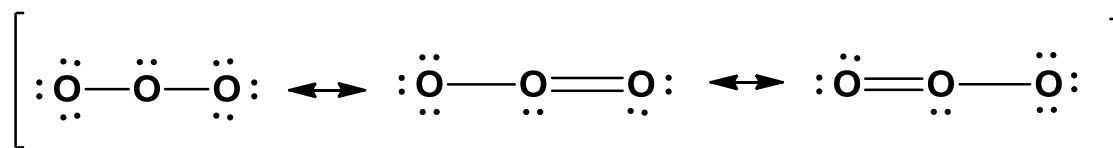
La primera estructura que podemos plantear es uniendo los átomos de O mediante enlaces simples, luego se distribuyen los 14  $e^-$  restantes de forma de completar el octeto y comenzando por los átomos de los alrededores.



La estructura generada no cumple la regla del octeto para el oxígeno central.

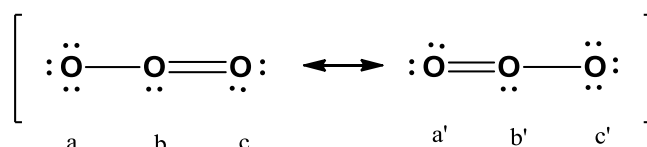
A continuación plantearemos una segunda estructura, en la cual un par de electrones solitarios pasa a ser enlazante formando un doble enlace, tenemos entonces 3 pares de  $e^-$  enlazantes. Quedando en cada átomo de oxígeno el octeto completo.

Cómo es posible formar el doble enlace en dos posiciones equivalentes, se generan dos estructuras equivalentes (las que aparecen en la siguiente estructura resonante a la derecha).



Ambas estructuras con un doble enlace contribuyen en mayor medida a explicar la estructura del  $\text{O}_3$ .

Ahora resta calcular las cargas formales de los átomos para cada estructura



$$CF \text{ O a} = 6 e^- \text{ valencia} - (6 e^- \text{ no enlazados} + 1 \text{ un enlace}) = -1$$

$$CF \text{ O b} = 6 e^- \text{ valencia} - (2 e^- \text{ no enlazados} + 3 \text{ un enlace}) = +1$$

$$CF \text{ O c} = 6 e^- \text{ valencia} - (4 e^- \text{ no enlazados} + 2 \text{ un enlace}) = 0$$

$$CF \text{ O a}' = 6 e^- \text{ valencia} - (4 e^- \text{ no enlazados} + 2 \text{ un enlace}) = 0$$

$$CF \text{ O b}' = 6 e^- \text{ valencia} - (2 e^- \text{ no enlazados} + 3 \text{ un enlace}) = +1$$

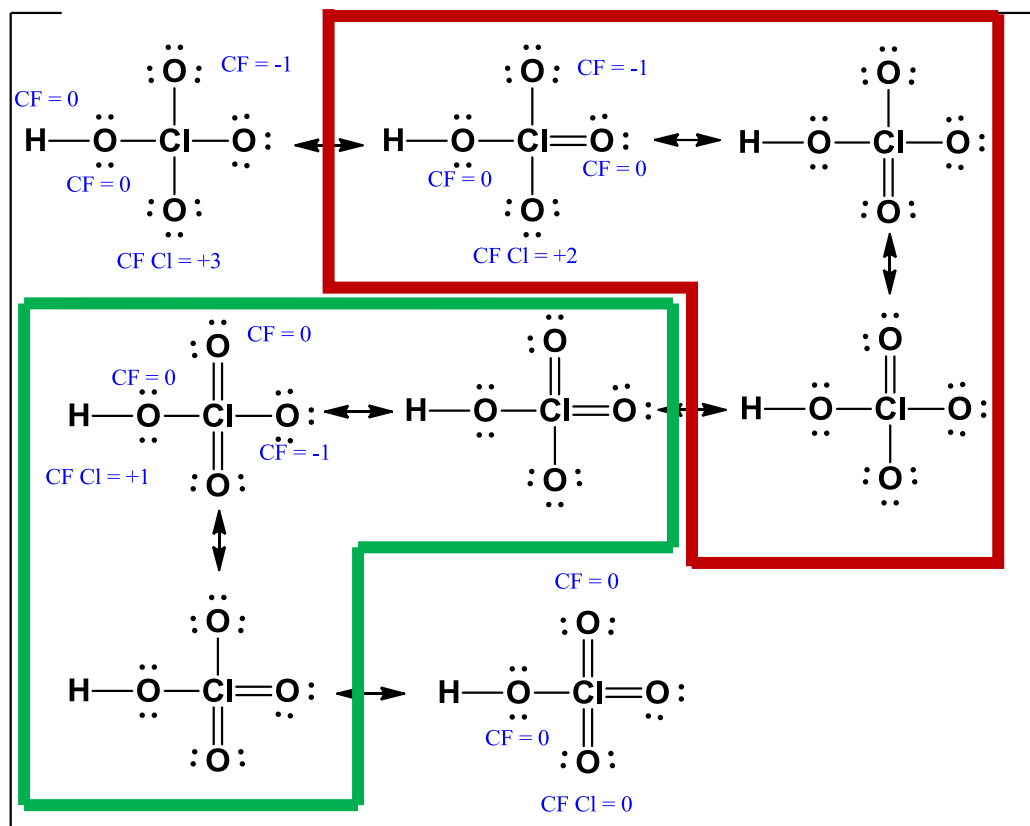
$$CF \text{ O c}' = 6 e^- \text{ valencia} - (6 e^- \text{ no enlazados} + 1 \text{ un enlace}) = -1$$

$$CF \text{ total} = 0$$

Como ambas estructuras resonantes poseen la misma distribución de CF ninguna es más favorable que la otra. Ambas son igualmente contribuyentes a la resonancia.

- 4- La configuración electrónica del O es  $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ , 6 electrones de valencia.  
La configuración electrónica del Cl es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ , 7 electrones de valencia.  
La configuración electrónica del H es  $1s^1$ , por lo que tiene 1 electrón de valencia  
 $[4 \times \text{O} (6 e^-)] + [1 \times \text{Cl} (7 e^-)] + [1 \times \text{H} (1 e^-)] = 32 e^-$  de valencia

Las estructuras resonantes posibles son:



Formas idénticas: ■ ■

Para determinar cuál es la estructura más probable comenzamos planteando la estructura más simple, que es aquella que conecta todos los átomos mediante enlaces simples (primera fórmula que aparece en la resonancia anterior). Si observamos las cargas formales de sus átomos es posible visualizar que si bien la suma de las mismas es cero, el Cl que es un átomo muy electronegativo presenta una carga formal de +3, poco favorable.

Otras series de estructuras son aquellas que presentan un doble enlace Cl=O (recuadradas en rojo), dos dobles enlaces Cl=O (recuadradas en verde) o tres dobles enlaces Cl=O (última fórmula que aparece en la resonancia anterior).

**De todas ellas la estructura más contribuyente es la que presenta tres dobles enlaces debido a que las cargas formales de todos sus átomos es cero.**

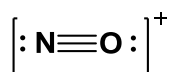
- 5- Para predecir las longitudes de enlace debemos determinar las estructuras de Lewis para cada una de los iones propuestos.

La configuración electrónica del N es  $[\text{He}] 2s^2 2p^3$ , por lo que presenta 5 e<sup>-</sup> de valencia.

La configuración electrónica del O es  $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ , 6 electrones de valencia.

$\text{NO}^+ \rightarrow 5 + 6 - 1 = 10 \text{ e}^-$  de valencia (se resta un electrón por ser un mono-catión)

Una propuesta que cumple con octeto para ambos átomos es



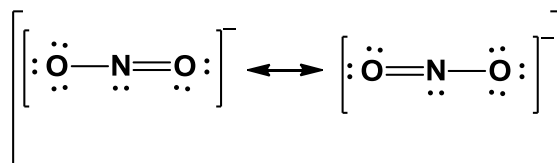
$$\left. \begin{array}{l} \text{CF N} = 5 \text{ e}^- \text{ valencia} - (2 \text{ e}^- \text{ no enlazados} + 3 \text{ un enlace}) = 0 \\ \text{CF O} = 6 \text{ e}^- \text{ valencia} - (2 \text{ e}^- \text{ no enlazados} + 3 \text{ un enlace}) = +1 \end{array} \right\} \text{CF total} = +1$$

La carga formal total coincide con la carga del ión.

$\text{NO}_2^- \rightarrow 5 + (6 \times 2) + 1 = 18 \text{ e}^-$  de valencia (se suma un electrón por ser un mono-anión)

Se pueden plantear las siguientes estructuras resonantes

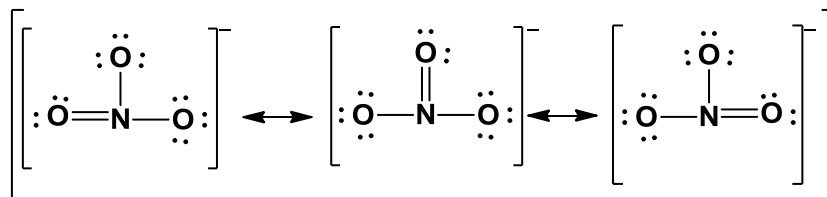
**Curso de Química General, Química I y Química  
Estructuras de Lewis y la forma de las moléculas**



Ambas estructuras cumplen la regla del octeto para todos sus átomos. La carga formal total coincide con la carga del ión, con CF de 0 y -1 para los oxígenos y CF = 0 para el N.

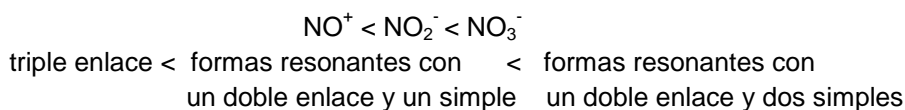
$\text{NO}_3^- \rightarrow 5 + (6 \times 3) + 1 = 24 \text{ e}^-$  de valencia

Se pueden plantear las siguientes estructuras resonantes



Las tres estructuras cumplen la regla del octeto para todos sus átomos. La carga formal total coincide con la carga del ión, con CF de 0 y -1 para los oxígenos, con doble y simple enlace, respectivamente, y CF = +1 para el N.

Ahora es posible predecir el orden de longitud de enlace teniendo presente que los enlaces múltiples son más cortos que los simples.



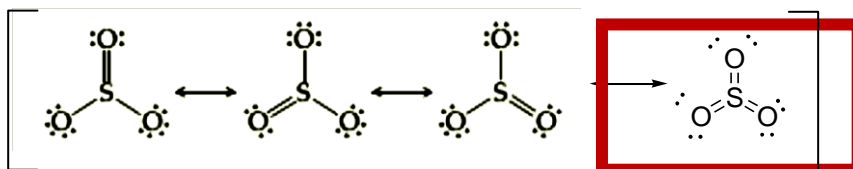
- 6- Para predecir las longitudes de enlace debemos determinar las estructuras de Lewis para cada una de las moléculas propuestas.

La configuración electrónica del S es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ , por lo que presenta 6  $\text{e}^-$  de valencia.

La configuración electrónica del O es  $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ , 6 electrones de valencia.

$\text{SO}_3 \rightarrow 6 + (6 \times 3) = 24 \text{ e}^-$  de valencia

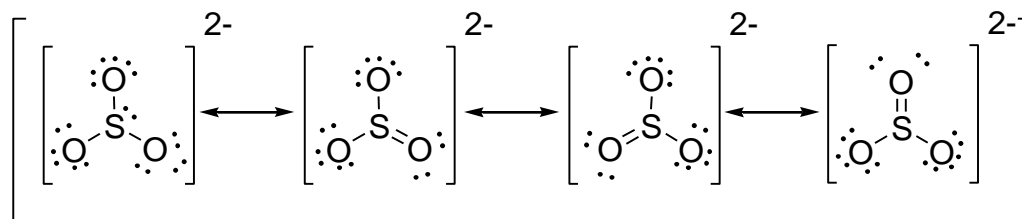
Se pueden plantear las siguientes estructuras resonantes



Las tres primeras estructuras resonantes cumplen la regla del octeto para todos sus átomos. La carga sobre el S es +2, con CF de 0 y -1 para los oxígenos, con doble y simple enlace, respectivamente, resultando en una carga total de 0. Todas son igualmente contribuyentes a la resonancia.

Sin embargo, la cuarta forma resonante es la **más contribuyente** ya que tanto los oxígenos como el azufre poseen CF de 0. En esta forma el azufre no cumple el octeto, pero se debe recordar que este átomo puede expandir el octeto. Por lo que, cada S-O tiene una alta contribución de orden dos, ya que en dos de las cuatro estructuras resonantes estarán como doble enlace, siendo una de estas dos la más contribuyente.

$\text{SO}_3^{2-} \rightarrow 6 + (6 \times 3) + 2 = 26 \text{ e}^-$  de valencia



La primera estructura cumple con el octeto, con CF sobre el S de +1 y sobre cada oxígeno de -1, lo que da una carga total para el ión de -2. Sin embargo, las restantes tres estructuras resonantes, que poseen un azufre y un oxígeno sin CF y cada uno de los oxígenos (con simple enlace) con CFs -1, son **más contribuyentes** por poseer menos CFs en su estructura.

Por lo que, cada S-O tiene cierta contribución de orden dos, ya que en una de las cuatro estructuras resonantes estarán como doble enlace.

Las estructuras de Lewis planteadas nos permiten explicar el hecho de la longitud de enlace S-O observada para el  $\text{SO}_3^{2-}$  es mayor que para el  $\text{SO}_3$ , teniendo presente que los enlaces múltiples son más cortos que los simples.

7-

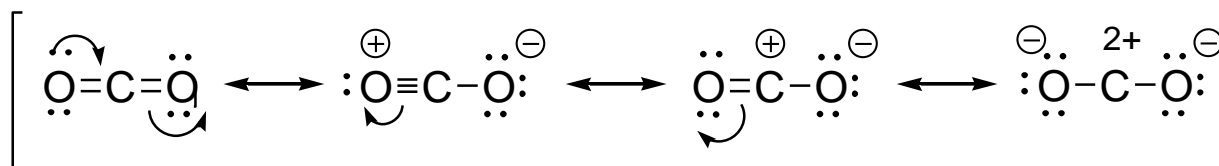
a)

b)

c)

d)

$\ddot{\text{O}}=\text{C}=\ddot{\text{O}}$	$\oplus \text{ :O} \equiv \text{C} - \ddot{\text{O}} \ominus$	$\ominus \ddot{\text{O}} - \overset{2+}{\text{C}} - \ddot{\text{O}} \ominus$	$\ddot{\text{O}} = \overset{\oplus}{\text{C}} - \ddot{\text{O}} \ominus$
<p>Todos los átomos cumplen octeto. CF para los distintos átomos es igual a 0. Estructura muy contribuyente</p>	<p>Todos los átomos cumplen octeto. Si bien la CF neta es 0, existen cargas formales de +1 y -1 sobre el O. Esta estructura contribuye en menor medida que la estructura <b>a</b>.</p>	<p>El átomo de C no cumple el octeto Si bien la CF neta es 0, existen cargas formales de +1 y -1 sobre el O. Además esta estructura supone una carga de 2+ sobre el C lo cual muy poco contribuyente. Esta estructura contribuye en menor medida que las estructuras <b>a, b y d</b>.</p>	<p>El átomo de C no cumple el octeto Si bien la CF neta es 0, existen cargas formales de +1 y -1 sobre el O. Esta estructura supone una carga de 1+ sobre el C y dos CF iguales y de signo contrario en átomos vecinos. Es muy poco contribuyente. Esta estructura contribuye en menor medida que las estructuras <b>a, b</b>.</p>

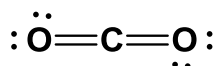


8- a)  $\text{CO}_2$

La configuración electrónica del C es  $[\text{He}] 2s^2 2p^2$ , por lo que presenta 4 e<sup>-</sup> de valencia

La configuración electrónica del O es  $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ , por lo que presenta 6 e<sup>-</sup> de valencia

$\text{CO}_2 \rightarrow 4 + (2 \times 6) = 16 \text{ e}^-$  de valencia

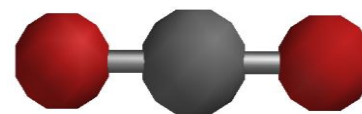


**Curso de Química General, Química I y Química  
Estructuras de Lewis y la forma de las moléculas**

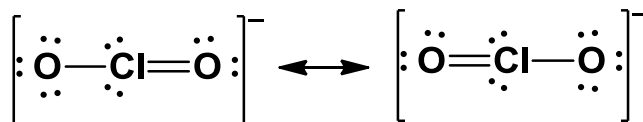
La estructura propuesta cumple con la regla del octeto en todos sus átomos, la suma de cargas formales es cero

**GPE: Lineal**, porque hay dos grupos de electrones alrededor del átomo central

**GM: Lineal**



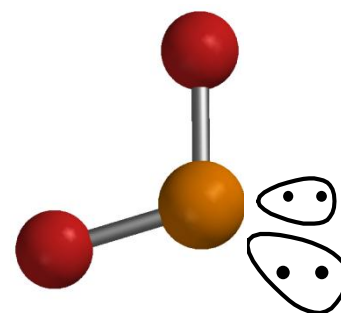
b)  $\text{ClO}_2^-$



Las estructuras resonantes propuestas cumplen la regla del octeto para los oxígenos y el Cl expande el octeto por estar en el tercer período. Si se calculan las cargas formales vemos que la carga formal de los oxígenos es -1 y 0, y para el Cl es igual a 0. Por lo tanto podemos sugerir que son las estructuras de Lewis más contribuyentes.

**GPE: tetraédrica**, porque hay 4 grupos de electrones alrededor del átomo central.

**GM:** Debido a que la estructura presenta dos pares de electrones no enlazantes,  $\text{AX}_2\text{E}_2$ , entonces la geometría es **angular**



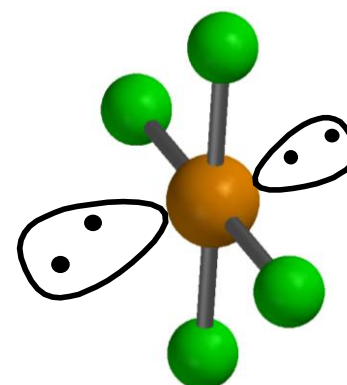
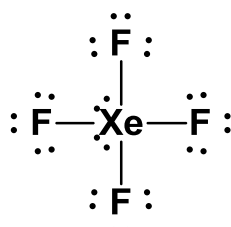
c)  $\text{XeF}_4$

La configuración electrónica del Xe es  $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^6$ , por lo que presenta 8 e<sup>-</sup> de valencia.

La configuración electrónica del F es  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ , por lo que presenta 7 e<sup>-</sup> de valencia.

$\text{XeF}_4 \rightarrow 8 + (4 \times 7) = 36 \text{ e}^-$  de valencia

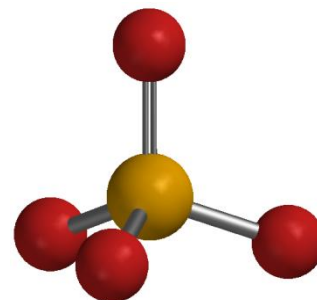
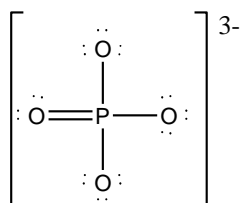
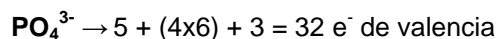
Hay 36 electrones para distribuir en la estructura, entonces se plantea un enlace sencillo entre el Xe y cada F, se completan los octetos para los átomos de F y los electrones que restan se colocan sobre el Xe. Si observamos la estructura propuesta, vemos que los F completan el octeto, sin embargo el Xe al ser un elemento del quinto período puede expandir el octeto y rodearse de seis pares de electrones.



Según RPECV para la estructura propuesta, la geometría de grupos o pares de electrones (**GPE**) será **octaédrica**, por tener 6 grupos de electrones. Sin embargo la geometría molecular (**GM**) será **cuadrada plana** por tener dos pares de electrones no enlazantes ( $\text{AX}_4\text{E}_2$ )

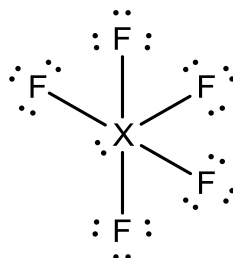
**9-** La configuración electrónica del P es  $[\text{Ne}] 3s^2 2p^3$ , por lo que presenta 5 e<sup>-</sup> de valencia.

La configuración electrónica del O es  $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ , por lo que presenta 6 e<sup>-</sup> de valencia.



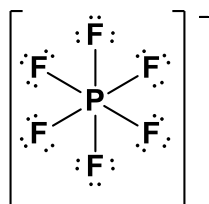
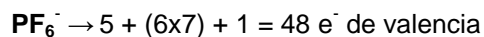
Tanto la **GPE** cómo la **GM** son tetraédricas, por lo tanto sus ángulos serán próximos a  $109.5^\circ$

- 10-** Si  $\text{XF}_5$  presenta una geometría de pirámide de base cuadrada, entonces presenta una fórmula RPECV  $\text{XF}_5\text{E}$ , es decir que presenta un par de electrones no enlazantes. Si contamos todos los electrones presentes, podemos calcular electrones de valencia de X y entonces determinar el grupo. Hay 42 electrones de valencia distribuidos en toda la molécula, de los cuales  $7 \times 5$  electrones son aportados por el F. Entonces  $42 \text{ e}^- - 35 \text{ e}^-$ , dan una diferencia de 7 electrones de valencia aportados por el elemento X, por lo que se puede sugerir que pertenece al grupo 7A (no metal).



### Resolución de ejercicios complementarios

- 11-** a) La configuración electrónica del P es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$ , por lo que presenta  $5 \text{ e}^-$  de valencia.  
La configuración electrónica del F es  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ , por lo que presenta  $7 \text{ e}^-$  de valencia.



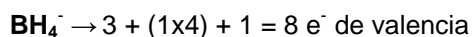
Observe que en la estructura planteada el P está rodeado por  $12 \text{ e}^-$ , esto es posible porque al ser un elemento del tercer período expande el octeto.

$$\text{CF P} = 5 \text{ e}^- \text{ valencia} - (6 \text{ enlaces}) = -1$$

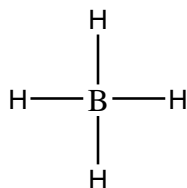
$$\text{CF F} = 7 \text{ e}^- \text{ valencia} - (6 \text{ e}^- \text{ no enlazados} + 1 \text{ enlace}) = 0$$

La suma de las cargas formales es igual a  $-1$ , lo que coincide con la carga del anión.

- b) La configuración electrónica del B es  $[\text{He}] 2s^2 2p^1$ , por lo que presenta  $3 \text{ e}^-$  de valencia.  
La configuración electrónica del H es  $1s^2$ , presenta un único electrón.







$$\text{CF B} = 3 \text{ e}^- \text{ valencia} - (4 \text{ enlaces}) = -1$$

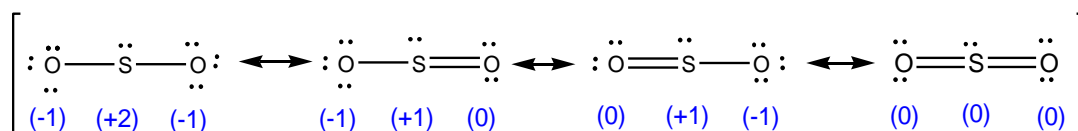
$$\text{CF H} = 1 \text{ e}^- \text{ valencia} - (1 \text{ enlace}) = 0$$

c) La configuración electrónica del S es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ , por lo que presenta 6 e<sup>-</sup> de valencia.

La configuración electrónica del O es  $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ , por lo que presenta 6 e<sup>-</sup> de valencia

$$\text{SO}_2 \rightarrow 6 + (2 \times 6) = 18 \text{ e}^- \text{ de valencia}$$

A continuación se plantean las posibles estructuras que contribuyen a explicar la estructura del **SO<sub>2</sub>**, se señalan en azul las cargas formales de los átomos en las distintas estructuras. La estructura que presenta ambos oxígenos unidos mediante un enlace doble es la más contribuyente, puesto que en la misma las cargas formales son las mínimas posibles.

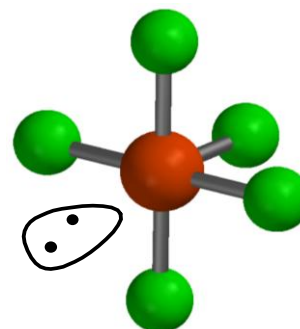
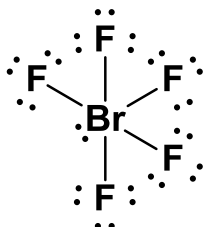


d) La configuración electrónica del Br es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$ , por lo que presenta 8 e<sup>-</sup> de valencia.

La configuración electrónica del F es  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ , por lo que presenta 7 e<sup>-</sup> de valencia.

$$\text{BrF}_5 \rightarrow 8 + (5 \times 7) = 32 \text{ e}^- \text{ de valencia}$$

Hay 42 electrones para distribuir en la estructura, entonces se plantea un enlace sencillo entre el Br y cada F, se completan los octetos para los átomos de F y los electrones que restan se colocan sobre el Br. Si observamos la estructura propuesta, vemos que los F completan el octeto, sin embargo el Br al ser un elemento del cuarto período puede expandir el octeto y rodearse de seis pares de electrones



**12-** La configuración electrónica del C es  $[\text{He}] 2s^2 2p^2$ , por lo que presenta 4 e<sup>-</sup> de valencia.

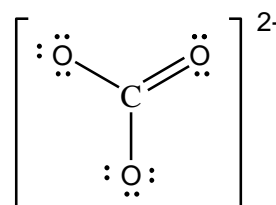
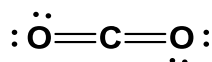
La configuración electrónica del O es  $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ , por lo que presenta 6 e<sup>-</sup> de valencia.

$$\text{CO} \rightarrow 4 + 6 = 10 \text{ e}^- \text{ de valencia}$$

$$\text{CO}_2 \rightarrow 4 + (2 \times 6) = 16 \text{ e}^- \text{ de valencia}$$

$$\text{CO}_3^- \rightarrow 4 + (3 \times 6) + 2 = 24 \text{ e}^- \text{ de valencia}$$

A continuación se formulan las estructuras más contribuyentes para CO, CO<sub>2</sub>, CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>

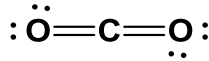


**Curso de Química General, Química I y Química Estructuras de Lewis y la forma de las moléculas**

Observando las mismas, podemos notar que la longitud del enlace C-O para el monóxido de carbono es la menor, por ser un triple enlace, seguido del CO<sub>2</sub> con uniones C-O de tipo doble enlace y por último la longitud del C-O en el CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> será la mayor por presentar un doble enlace parcial por estar distribuido entre los otros enlaces. La opción correcta es la a)

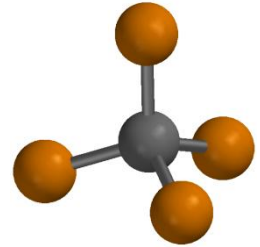
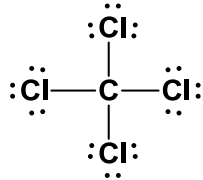
- a)  $CO < CO_2 < CO_3^{2-}$
- b)  $CO > CO_3^{2-} > CO_2$
- c)  $CO > CO_2 > CO_3^{2-}$
- d)  $CO > CO_2 = CO_3^{2-}$
- e)  $CO = CO_2 = CO_3^{2-}$

13-



Para el CO<sub>2</sub> el orden de enlace es 2, opción correcta es **b)**

- 14- La configuración electrónica del C es [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>2</sup>, por lo que presenta 4 e<sup>-</sup> de valencia. La configuración electrónica del Cl es [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup>, 7 electrones de valencia.  $CCl_4 \rightarrow 4 + (4 \times 7) = 32 e^-$  de valencia

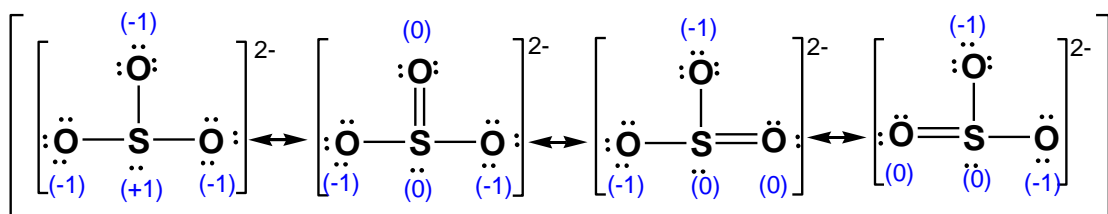


**GPE y GM: Tetraédrica.** Ángulos de enlace: 109.5

15-

Fórmula	NF <sub>3</sub>	BF <sub>3</sub>	ClF <sub>3</sub>
e <sup>-</sup> valencia	(3x7 e <sup>-</sup> )+(1x5 e <sup>-</sup> ) = 26e <sup>-</sup>	(3x7 e <sup>-</sup> )+(1x3 e <sup>-</sup> ) = 24e <sup>-</sup>	(3x7 e <sup>-</sup> )+(1x7e <sup>-</sup> ) = 28e <sup>-</sup>
Estructura de Lewis	$\begin{array}{c} :\ddot{F}-\ddot{N}-\ddot{F}: \\   \\ :\ddot{F}: \end{array}$	$\begin{array}{c} :\ddot{F}: \\ \diagdown \\ \text{B} \\ \diagup \\ :\ddot{F}: \\   \\ :\ddot{F}: \end{array}$	$\begin{array}{c} :\ddot{F}: \\ \diagdown \\ \text{Cl} \\ \diagup \\ :\ddot{F}: \\   \\ :\ddot{F}: \end{array}$
GPE	Tetraédrica	Trigonal plana	Bipirámide Trigonal
GM	Pirámide de base triangular	Trigonal plana	Forma de T
3D			

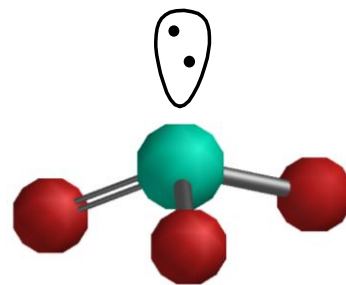
16-



La estructura más contribuyente es aquella que contiene un doble enlace, por lo tanto nos basaremos en ella para predecir la geometría de la molécula.

GPE: Tetraédrica.

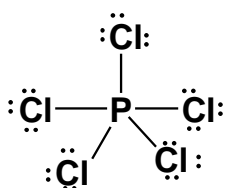
GM: AX<sub>3</sub>E, entonces será Pirámide de base triangular, opción c).



17- La configuración electrónica del P es [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>3</sup>, por lo que presenta 5 e<sup>-</sup> de valencia.

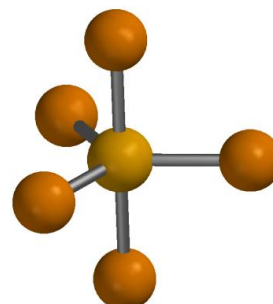
La configuración electrónica del Cl es [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup>, por lo que presenta 7 e<sup>-</sup> de valencia.

PCl<sub>5</sub> → 5 + (5x7) = 40 e<sup>-</sup> de valencia



La GPE y la GM es Bipirámide Trigonal, por lo tanto (opción

d) los ángulos de enlace que separan los átomos ecuatoriales serán de 120° y los ángulos que separan los átomos ecuatoriales de los axiales serán de 90°.



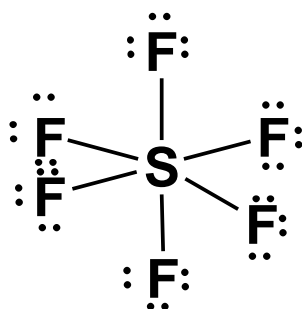
18-

- a) Su geometría molecular es bipiramidal trigonal
- b) **Su geometría molecular es octaédrica**
- c) El ángulo FSF vale 180°
- d) El ángulo FSF vale < 90°
- e) El orden de enlace es 3

La configuración electrónica del S es [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>4</sup>, por lo que presenta 6 e<sup>-</sup> de valencia.

La configuración electrónica del F es [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>5</sup>, por lo que presenta 7 e<sup>-</sup> de valencia.

SF<sub>6</sub> → 6 + (6x7) = 48 e<sup>-</sup> de valencia



La GPE y la GM es octaédrica, por lo tanto los ángulos de enlace serán de 90°. La opción correcta es b).